		$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$			
Etat du système	Avancement volumique	en $mol.L^{-1}$			
À l'état initial (t=0)	0	C	-	0	$10^{-\frac{pKe}{2}}$
À l'état final ($t=t_0$)	y_f	$C - y_f$	-	y_f	10^{-pH}

$$\left[H_3O^+\right]=\left[H_3O^+\right]_{acide}+\left[H_3O^+\right]_{eau}$$

$$*\left[H_3O^+\right]=\left[NH_3\right]+\left[OH^-\right]$$

or $\left[OH^-\right]<<\left[H_3O^+\right]$ alors $\left[NH_3\right]=\left[H_3O^+\right]=y_f$

et on a $\left[NH_4^+\right]=C-y_f \Rightarrow \left[NH_4^+\right]=C-\left[NH_3\right]$

L'acide est faiblement ionisé : $\left[NH_3\right]<<C$

Donc $\left[NH_4^+\right]=C$

Loi d'action de masse :

$$Ka=\frac{\left[NH_3\right].\left[H_3O^+\right]}{\left[NH_4^+\right]} \Leftrightarrow Ka=\frac{\left[H_3O^+\right]^2}{C}$$

$$\Rightarrow \left[H_3O^+\right]^2=Ka.C \Rightarrow 10^{-2pH}=Ka.C$$

$$\Rightarrow 2pH=-\log Ka-\log C \Rightarrow pH=\frac{1}{2}(pK_a-\log C)$$

$$d'où \quad pH=\frac{1}{2}(9,2-\log 0,25)$$

$$\Rightarrow pH=4,9$$

b- Les espèces chimiques présentes sont : H_2O, H_3O^+, OH^-, NH_3 Cl^- et NH_4^+

- $\left[H_3O^+\right]=10^{-pH}=10^{-4,9}mol.L^{-1}$
- $\left[OH^-\right]=10^{-pH-pke}=10^{-9,1}mol.L^{-1}$
- $\left[Cl^-\right]=C=0,25mol.L^{-1}$
- $\left[NH_4^+\right]=C=0,25mol.L^{-1}$
- $\left[NH_3\right]=\left[H_3O^+\right]=10^{-4,9}mol.L^{-1}$

$$c-\tau_f=\frac{y_f}{y_{max}}=\frac{\left[H_3O^+\right]}{C} \Rightarrow \left[H_3O^+\right]=C.\tau_f$$

$$Ka=\frac{\left[H_3O^+\right]^2}{C}=\frac{C^2.\tau_f^2}{C}=C\ .\tau_f^2$$

$$\Rightarrow \tau_f^2=\frac{Ka}{C}$$

$$\tau_f=\sqrt{\frac{Ka}{C}}=\sqrt{\frac{10^{-9,2}}{10^{-4,9}}}=0,0070$$

d- $S_1 \begin{cases} C_1=0,25mol.L^{-1} \\ V_1=0,25L \\ pH_1=4,9 \\ \tau_f \end{cases}$ $+ \underset{V_0}{eau}$ $S' \begin{cases} C' \\ V'=V_1+V_0 \\ pH' \\ \tau_f' \end{cases}$

- $\tau_f'=2\tau_f$